

Concepto de mol. Número de Avogadro

La masa de los átomos es muy pequeña. Si se toma como ejemplo el átomo de calcio, , para completar una distancia de un centímetro habría que colocar en fila unos 50.000.000 de átomos. Esto hace que sea imposible pesar los átomos de forma individual, pues la porción más pequeña que puede obtenerse en un laboratorio contiene un número muy grande de átomos. Por esto, en cualquier situación real hay que manejar cantidades enormes de átomos, lo que hace necesario disponer de una unidad para describirlas de forma adecuada.

Concepto de mol

La unidad empleada por los químicos para expresar la masa de los átomos es el equivalente a un número muy grande de partículas y recibe el nombre de **mol**. De acuerdo con el **Sistema Internacional**, el mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades (átomos, moléculas, iones?) como el número de átomos existentes en 12g de carbono-12 puro.

Numerosos experimentos han llevado a los químicos a deducir que:

$$1 \text{ mol} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

Esa cantidad, que suele redondearse a $6,023 \cdot 10^{23}$, se denomina **constante o número de Avogadro**, en honor al científico italiano Avogadro (1776-1856).

Un número de libros igual al número de Avogadro, repartido entre 40 millones de españoles, haría corresponder a cada español $1,5 \times 10^{16}$ libros. Repartido entre todos los habitantes de la Tierra (unos 5.000 millones), tocaríamos a $1,2 \times 10^{14}$ libros

La unidad de mol se refiere a un número fijo de «entidades» cuya identidad se debe especificar, indicando si se refiere a un mol de átomos, de moléculas o de otras partículas. Así:

- El helio es monoatómico:

$$1 \text{ mol de He} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de He.}$$

- El hidrógeno es diatómico:

$$1 \text{ mol de H}_2 = 1 \text{ mol} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2.$$

$$1 \text{ mol de H}_2 = 2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 12,046 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H.}$$

El mol y las masas atómicas

Cualquier tipo de átomo o molécula tiene una masa característica y definida. La masa en gramos de un mol de átomos de un elemento es numéricamente igual la masa atómica, en unidades de masa atómica de dicho elemento. En la tabla siguiente se ilustra esta teoría con ejemplos:

Elemento	Masa atómica(u)	Masa (g)	Contiene
Aluminio (Al)	26,98	26,98	$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de aluminio o un mol de átomos de aluminio
Hierro (Fe)	55,85	55,85	$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro o un mol de átomos de hierro
Oro (Au)	196,97	196,97	$6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de oro o un mol de átomos de oro

El mol y las masas moleculares

La masa molecular de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los elementos que intervienen en la fórmula, multiplicados cada uno por el número de veces en que se encuentra. La masa en gramos de un mol de moléculas es numéricamente igual a esa masa expresada en u. En la tabla adjunta se exponen algunos ejemplos:

Compuesto	Masa molar	Contiene
Agua (H ₂ O)	18,0 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno $12,044 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno
Trióxido de azufre (SO ₃)	80,06 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de trióxido de azufre $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de azufre $18,066 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
Tricloruro de hierro (FeCl ₃)	162,35 g	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de tricloruro de hierro $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de hierro $18,066 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro

